Date : 22/10/2015

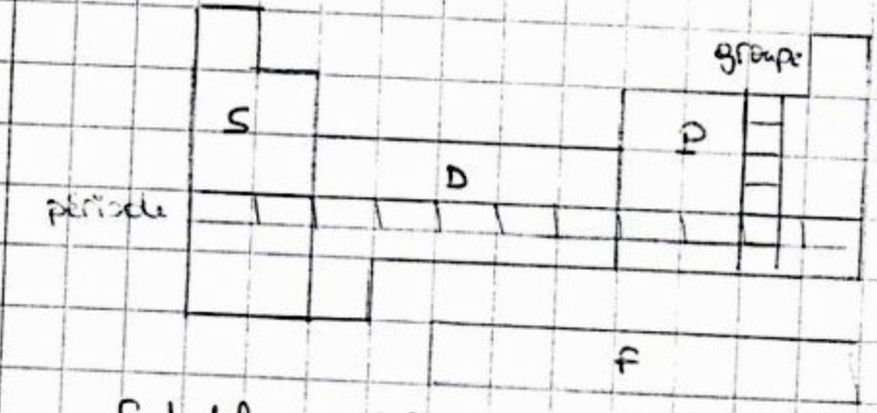
Chapitre IV

Classification périodique et propriétés des éléments

I - Description du tableau périodique de Mendlief :

Le tableau périodique est une conséquences des configurations électroniques. La classification périodique est basée sur la formation de groupes constitués par les éléments (de numéro atomique Z) possédant des propriétés analogues.

- Le T.P est constitué de 4 blocs : S, P, D, f.
- Les éléments d'1 ùn horizontale ligne du T.P constituent une période. Ils sont au nombre de 7.
- Les éléments d'une même colonne ayant la ùn conf. elec de la couche externe constituent une famille ou groupe.



Le tableau périodique est constitué de 18 colonnes réparties en 9 groupes. Les 7 premiers comportent chacun deux sous groupes A et B selon l'état des e externes.

I_A II_A III_B IV_B V_B VI_B VII_B $VIII$ I_B II_B III_A IV_A V_A VI_A VII_A

Les indices I, II, III ... indiquent le nombre d'électron sur la couche externe, appelés e de valence.

- Sous groupe A : contient les éléments dont la couche externe est $n_s n_p$

ETUDUP .com

- sous groupe B, contient les éléments qui possède un état d.

Les principaux groupes du tableau périodique

* Groupe des alcalins : Groupe IA

Les éléments dont la conf. électronique externe et de type ns^1 (sauf l'hydrogène)

* Groupe des alcalino-terreux : Groupe IIA. Leurs conf. élect. externe est de type ns^2.

* Groupe des halogènes : Groupe VII A leurs conf elect. externe est de type $ns^2 np^5$.

* Groupe des gazraires : Groupe O

Tous ces éléments ont 1 conf. elect. externe à la forme $ns^2 np^6$ (pas d'e^- célibataire).

* Les éléments de transition :

Ce sont des éléments qui possèdent les orbitales d en cours de remplissage. Leurs conf. elect. externe et de la forme $ns^2(n-1)d^n$ $1 \leq n \leq 10$

* Les éléments de triades :

Ces éléments constituent le groupe VIII. On distingue trois types de triades :

- Triades de fer (Fe, Co, Ni)
- Triades du palladium (Ru, Rh, Pb)
- Triades de Platine (Os, Ir, Pt)

* Eléments de terres

Ces éléments possèdent les orbitales f en cours de remplissage. On distingue ces éléments qui correspondent au remplissage de l'orbitale 4f : On les appelle les lanthanides Ceux qui correspondent aux remplissage de l'orbitale 5f sont appelés les actinides

ETUDUP .com

II- Propriétés des éléments :

1/ ions :

Ce sont des atomes qui ont perdu ou gagné des électrons. Un atome ayant perdu des e^- donne un ion positif appelé cation et un atome ayant gagné des e^- donne un ion négatif appelé anion.

Exemples :

Na ($Z=11$) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

Na^+ ($10e^-$) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

$Na \longrightarrow Na^+ + 1e^-$

F ($Z=9$) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

F^- ($10e^-$) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

$F + 1e^- \longrightarrow F^-$

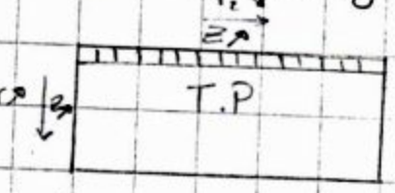
2/ Rayon atomique :

On peut définir le rayon atomique comme étant la moitié de la distance entre les centres des deux atomes liés par une liaison simple.

A_2 A_A

$r_2 = \frac{d}{2}$

- Sur une période, si Z augmente alors r_a diminue.
- Sur une colonne, si Z augmente alors r_a augmente.



3/ Rayon ionique : r_i

D'une manière générale :

- Les cations sont plus petits que leurs atomes parents :

r_i (cation) $< r_a$

ETUDUP .com

- Les anions sont plus gros que leurs atomes parents :

r_i (anion) > r_a

- Pour les ions ayant la même configuration (S^{2-}, Cl^-, K^+, Ca^{2+}, ...), Si Z augmente r_i diminue.

$r(S^{2-}) > r(Cl^-) > r(K^+) > r(Ca^{2+})$

- A charge égale, le rayon ionique varie dans le même sens que le rayon atomique.

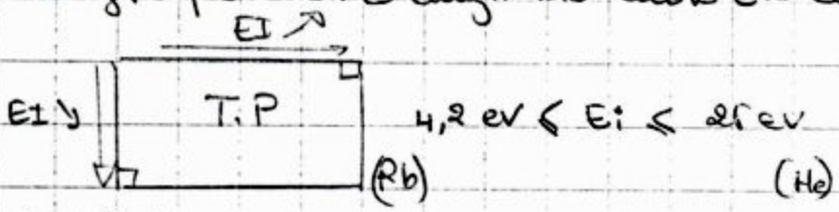
Si Z augmente alors r_i diminue.

4/ Energie d'ionisation : (EI)

C'est l'énergie qu'il faut fournir pour arracher une e^- à un atome (ou à un ion) dans l'état fondamental et à l'état gazeux.

$$M_{at}(g) \longrightarrow M^+_{ion}(g) + 1e^-$$

- Sur une même période : Si Z augmente alors EI augmente.
- Sur un même groupe : Si Z augmente alors E.I diminue.



5/ Affinité électronique :

L'affinité électronique d'un atome X est l'énergie mise en jeu pour retourner de l'ion négatif à l'atome neutre, c'est l'énergie de la réaction suivante :

$$X^- \longrightarrow X + 1e^- \quad (\Delta E > 0)$$

6/ Electronégativité :

C'est le pouvoir d'attirer un e^- par un élément.

Un élément qui perd facilement un ou plusieurs e^- est dit électropositif.

L'électronégativité X d'un élément X peut être défini selon plusieurs échelles.

a - Echelle de Mulliken :

ETUDUP.com

$$\chi = \frac{A + E_i}{2} \times \frac{1}{3,15} \quad (A \text{ et } E_i \text{ en eV})$$

$$\chi = \frac{A + E_i}{2} \times \frac{1}{65} \quad (A \text{ et } E_i \text{ en Kcal/mol})$$

Cet échelle est peu utilisée car A de tous les éléments n'est pas connue.

b_ Echelle de Paulling :

$\chi(A) - \chi(B) = \sqrt{E_{AB} - \sqrt{E_{A_2} \cdot E_{B_2}}}$ (E sont eV)

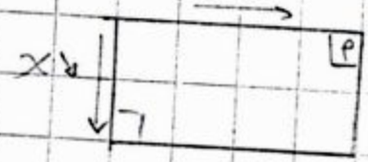
$\chi(A) - \chi(B) = 0,208 \sqrt{E_{AB} - \sqrt{E_{A_2} \cdot E_{B_2}}}$ (E en Kcal/mol)

E_{AB} : énergie de liaison de la molécule AB.

E_{A_2} et E_{B_2} : énergie de liaison des molécules A_2 et B_2)

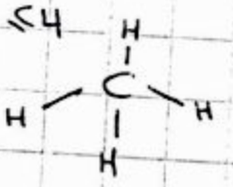
Paulling a fixé arbitrairement l'électronégativité du fluor (élément le plus électronégatif) $\chi(F) = 4$ et il a établi une échelle des électronégativités des atomes.

- Sur une même période : Si Z augmente alors χ augmente.
- Sur une même groupe : Si Z augmente alors χ diminue.



$0,7 \leq \chi \leq 4$

CH_4



7/ La valence :

C'est la capacité de chaque atome à former une liaison. Sa valeur est égale au nombre d'e- célibataire.

Exemple :

- Hydrogène : $1s^1 \Rightarrow V = 1$
- Oxygène : $1s^2 2s^2 2p^4 \Rightarrow V = 2$
- Azote : $1s^2 2s^2 3p^3 \Rightarrow V = 3$
- Carbonne : $1s^2 2s^2 2p^2 \underset{\text{excité}}{\overset{\text{état}}{=}} 2s^1 2p^3 \Rightarrow V = 4$

8/ Propriétés magnétiques :

Diamagnétisme : Les atomes (ou molécules) ne possèdent pas d'e- célibataires sont dits diamagnétiques.

ETUDUP .com

Paramagnétisme : Les atomes (ou molécules) possédant des électrons célibataires sont dits paramagnétiques.

ETUDUP.com

et encore plus..